Exercice N°3 :

1°/

a- $n_A = \frac{m_A}{M_A} = \frac{\rho_A V_0}{M_{CH_3CO_2H}}$ .AN: $n_A = \frac{1,05 \times 5,7}{(12\times2+16\times2+4)} = 10^{-1}$ mol.

b- $C_A = \frac{n_A}{V}$ .AN: $C_A = \frac{0,1}{1} = 0,1$ mol.L^{-1}.

2°/

a-

	CH_3CO_2H	+ H_2O	$\rightleftharpoons$	A^-	+ H_3O^+.	
A t=0	0,1	.		0	0	(En mol)
A t_f	0,1 - x_f	.		x_f	$x_f = [H_3O^+].V = 10^{-pH}.V$	(En mol)

b- $\tau_f = \frac{x_f}{x_m}$.

En supposant que la réaction est totale $C_A.V - x \geq 0$ alors $x \leq C_A.V$ d'ou $x_m = C_A.V$

par suite $\tau_f = \frac{[H_3O^+]V}{C_A V} = \frac{[H_3O^+]}{C_A} = \frac{10^{-pH}}{C_A}$. AN : $\tau_f = \frac{10^{-2,9}}{0,1} = 0,012 < 1$ alors l'acide CH_3CO_2H est un acide faible.

3°/

a- C_1 : NH_4^+ / NH_3 ; C_2 : HCOOH / $HCOO^-$.

b- $pKa_2 \succ pKa_1$. De deux couples acide base celui qui possède le pKa le plus petit renferme l'acide le plus fort donc l'acide HCOOH est plus fort que NH_4^+ .

c- $HCOOH + NH_3 \rightleftharpoons NH_4^+ + HCOO^-$.

d- $K = \left(\frac{[HCOO^-].[NH_4^+]}{[NH_3][HCOOH]}\right)_{éq}$

$$K = \left(\frac{[HCOO^-].[NH_4^+]}{[NH_3][HCOOH]} \times \frac{[H_3O^+]}{[H_3O^+]}\right)_{éq} = \left(\frac{[HCOO^-]\times[H_3O^+]}{[HCOOH]} \times \frac{[NH_4^+]}{[NH_3][H_3O^+]}\right)_{éq} = \frac{Ka_2}{Ka_1}$$

d'ou $K = \frac{10^{-pKa_2}}{10^{-pKa_1}}$ AN : $K = \frac{10^{-3,75}}{10^{-9,24}} = 3,09.10^5$.